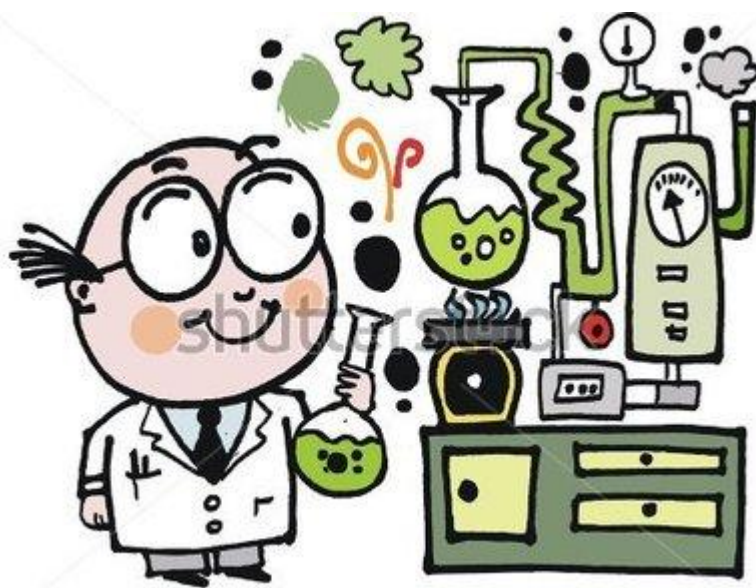




P

B

-

BE OKRESOWY S B

to tablica składająca się z poziomych okresów i pionowych grup. Układ okresowy zawiera pierwiastki występujące w przyrodzie i otrzymane sztucznie, uporządkowane według liczby atomowej (Z), tworząc układ okresowy pierwiastków. Jest to tablica składająca się z poziomych rzędów – okresów (jest ich 7) i pionowych kolumn – grup (od 1 - 18). Nazwy grup wywodzą się od nazwy pierwszego pierwiastka w grupie (wyjątkiem jest pierwsza grupa układu, gdzie pominięty został jako pierwszy pierwiastek wodór, stąd nazwa tej grupy litowce, od drugiego pierwiastka w grupie - litu).

Pierwszej udanej próby stworzenia układu okresowego dokonał Dymitr Mandelejew (1869 r.), w czasach, gdy nie była znana teoria budowy atomu, a wykorzystał on okresowo pojawiające się podobieństwo fizycznych i chemicznych właściwości pierwiastków. Współczesny układ okresowy zbudowany jest już na podstawie wiedzy z zakresu budowy atomu.

Pierwiastki znajdujące się w tej samej grupie charakteryzują się podobnymi właściwościami chemicznymi. Wyjątek stanowi grupa pierwsza, chociaż rozpoczyna ją wodór H, to jednak nie ma on podobnych właściwości do pozostałych pierwiastków i nie zalicza się go do litowców. Znajduje się w grupie pierwszej, ponieważ ma jeden elektron walencyjny.

Obecnie istnieje siedem okresów. W pierwszym znajdują się dwa pierwiastki: wodór i hel. W drugim osiem, poczynając od litu a kończąc na neonie, w trzecim okresie również osiem - od sodu do argonu, w czwartym i piątym okresie znajduje się już po osiemnaście pierwiastków, w szóstym - 32 pierwiastki. W układzie umieszczono ponadto (u dołu tablicy) dwa szeregi pierwiastków: lantanowce i aktynowce.

1																	18
1 H Wodór																	2 He Hel
2 Li Lit	3 Be Beryl											13 B Bor	14 C Węgiel	15 N Azot	16 O Tlen	17 F Fluor	18 Ne Neon
3 Na Sód	4 Mg Magnez	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al Glin	14 Si Krzem	15 P Fosfor	16 S Siarka	17 Cl Chlor	18 Ar Argon		
19 K Potas	20 Ca Wapń	21 Sc Skand	22 Ti Tytan	23 V Wanad	24 Cr Chrom	25 Mn Mangan	26 Fe Żelazo	27 Co Kobalt	28 Ni Nikiel	29 Cu Miedź	30 Zn Cynk	31 Ga Gal	32 Ge German	33 As Arsen	34 Se Selen	35 Br Brom	36 Kr Krypton
37 Rb Rubid	38 Sr Stront	39 Y Ytr	40 Zr Cyrkon	41 Nb Niob	42 Mo Molibden	43 Tc Technet	44 Ru Ruten	45 Rh Rod	46 Pd Pallad	47 Ag Srebro	48 Cd Kadm	49 In Ind	50 Sn Cyna	51 Sb Antymon	52 Te Tellur	53 I Jod	54 Xe Ksenon
55 Cs Cez	56 Ba Bar	*	72 Hf Hafn	73 Ta Tantal	74 W Wolfram	75 Re Ren	76 Os Osm	77 Ir Iryd	78 Pt Platyna	79 Au Złoto	80 Hg Rtęć	81 Tl Tal	82 Pb Ołów	83 Bi Bizmut	84 Po Polon	85 At Astat	86 Rn Radon
7 87 Fr Frans	88 Ra Rad	**	104 Rf Rutherford	105 Db Dubn	106 Sg Seaborg	107 Bh Bohr	108 Hs Has	109 Mt Meitner	110 Uuu	111 Uuu	112 Uub						
* Lantanowce			57 La Lantan	58 Ce Cer	59 Pr Prazeodym	60 Nd Neodym	61 Pm Promet	62 Sm Samar	63 Eu Europ	64 Gd Gadolin	65 Tb Terb	66 Dy Dyspoz	67 Ho Holm	68 Er Erb	69 Tm Tul	70 Yb Yterb	71 Lu Lutet
** Aktynowce			89 Ac Aktyn	90 Th Tor	91 Pa Proaktyn	92 U Uran	93 Np Neptun	94 Pu Pluton	95 Am Ameryk	96 Cm Kiur	97 Bk Bekere	98 Cf Kaliforn	99 Es Einstein	100 Fm Ferm	101 Md Mendelew	102 No Nobel	103 Lr Lorens

metale półmetale niemetale niemetale: gazy szlachetne

W kolumnach, ponumerowanych kolejnymi liczbami arabskimi, zgrupowane są pierwiastki o podobnej konfiguracji zewnętrznych powłok elektronowych. Pierwiastki należące do tej samej grupy mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych i dla tego posiadają podobne właściwości chemiczne.

Każdy okres rozpoczyna się bardzo aktywnym metalem, a kończy nieaktywnym gazem szlachetnym. Poszczególne okresy obejmują pierwiastki o takiej samej liczbie powłok elektronowych.

Po poznaniu budowy atomów okazało się, że prawo okresowości związane jest, obok masy atomowej, przede wszystkim z liczbą porządkową pierwiastków. Liczba porządkowa odpowiada bowiem liczbie atomowej, czyli ilości elektronów i protonów w atomach (masa atomowa jest natomiast średnią arytmetyczną liczb masowych izotopów danego pierwiastka). Właściwości chemiczne pierwiastków zależą od budowy ich atomów, a liczba porządkowa odpowiada pewnym cechom ich budowy. W miarę wzrostu liczby porządkowej, a wzrost następuje okresami od strony lewej do prawej, wzrasta złożoność atomów danego pierwiastka i zmieniają się jego właściwości chemiczne.

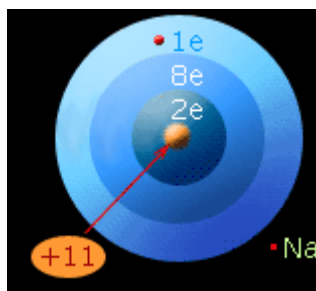
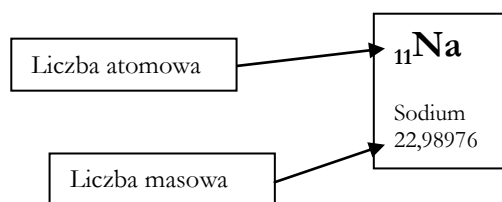
Z układu okresowego można odczytać wiele informacji o pierwiastku, począwszy od budowy atomu, a kończąc na typach i właściwościach związków chemicznych, jakie można utworzyć, np.:

- numer okresu = liczbie powłok elektronowych
- numer grupy = liczbie elektronów walencyjnych
- liczba elektronów walencyjnych = maksymalnej wartościowości względem tlenu
- liczba atomowa (Z) = liczbie protonów zawartych w jądrze atomu = liczbie elektronów walencyjnych w obojętnym atomie
- liczba masowa A jest najbliższą liczbą całkowitą masy atomowej = liczbie nukleonów (protonów i neutronów) w jądrze atomowym najbardziej rozpowszechnionego w przyrodzie izotopu.

Liczba atomowa i masa atomowa

Liczba atomowa (Z) = liczba protonów w jądrze

Liczba masowa (A) = liczba protonów + liczba neutronów
= liczba atomowa (Z) + liczba neutronów



Przykład:

Ile protonów, neutronów i elektronów posiada [$^{14}_6\text{C}$]?

Odpowiedź: 6 protonów, 6 elektronów, $14 - 6 = 8$ neutronów

W czasach, kiedy Mendelejew budował swój układ okresowy znano około 60 pierwiastków chemicznych, obecnie znanych ich jest 118 (pierwiastki od 113 do 118 nie mają jeszcze ustalonych nazw, zostały otrzymane w Niemczech). Pierwiastki o liczbach porządkowych większych od 92 (liczbie atomowej 92 odpowiada uran) nie istnieją w przyrodzie i zostały otrzymane sztucznie. Ponadto cztery inne pierwiastki o mniejszych liczbach porządkowych również nie występują w przyrodzie (są nietrwałe); są to: technet, promet, frans i polon.

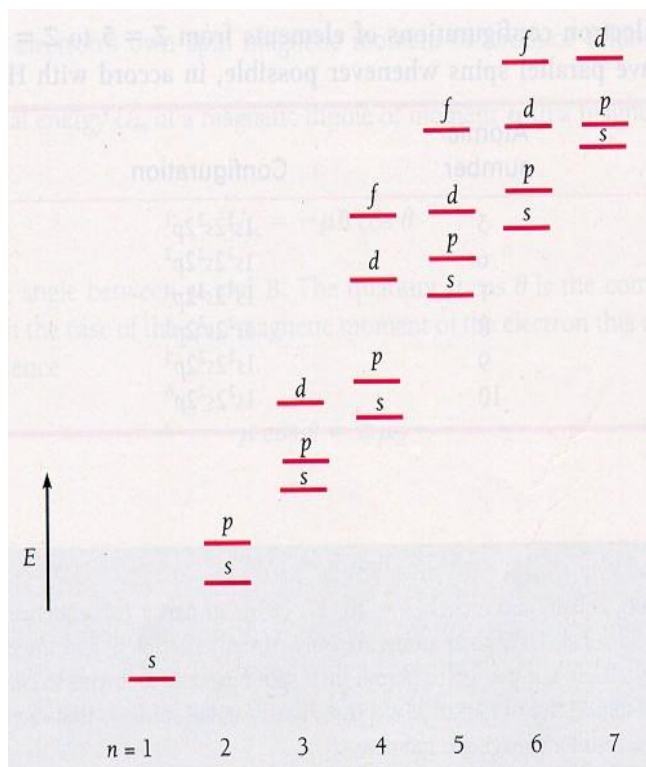
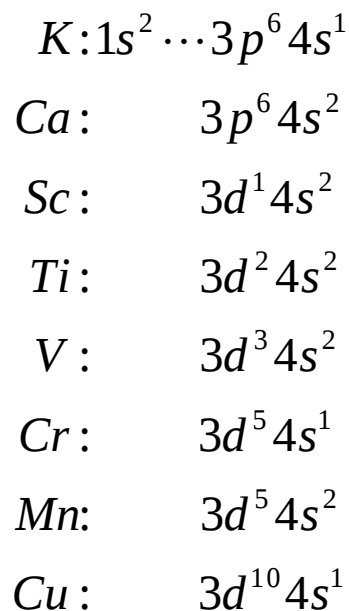
Wartość głównej liczby kwantowej ostatniej orbity określa pozioma współrzędna położenia pierwiastka w układzie okresowym, czyli liczba charakteryzująca okres. Przykładowo: potas leży w układzie okresowym w czwartym okresie, co oznacza, że główna liczba kwantowa powłoki walencyjnej równa jest 4. Zaś chlor leży w trzecim okresie, zatem główna liczba kwantowa ostatniej powłoki wynosi 3.

Pionowa współrzędna układu okresowego wskazuje grupę danego pierwiastka. Przynależność pierwiastka do określonej grupy zależy od liczby elektronów na ostatniej n-tej orbicie. Ściśle odnosi się to do pierwiastków grup głównych (pierwiastki bloku s i p). Elektrony tych powłok decydują o wartościowości pierwiastków w związkach chemicznych i z tego względu nazywane są walencyjnymi. Zatem w przypadku pierwiastków bloku s, pierwiastki grupy pierwszej mają w związkach chemicznych wartościowość 1, a grupy 2 dwa. W przypadku pierwiastków bloku p maksymalna wartościowość pierwiastka jest równa sumie elektronów s i p na powłoce walencyjnej. Pierwiastki grup przejściowych (bloku d) i wewnątrzprzejściowych (bloku f) zapełniają orbitale d i f utrzymując jeden lub dwa elektrony na ostatniej powłoce na orbitalu s. Część elektronów orbitalu (n-1)d może brać udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Dlatego też w przypadku pierwiastków grup przejściowych elektronami walencyjnymi mogą być elektrony ns i (n-1)d, a w przypadku metali wewnątrzprzejściowych elektrony ns, (n-1)d oraz (n-2)f. Konfiguracja elektronów walencyjnych pierwiastków wewnątrzprzejściowych rozbudowujących orbital f jest bardzo zbliżona, co sprawia, że pierwiastki te mają prawie identyczne właściwości chemiczne.

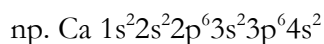
Pierwiastki bloku s												Pierwiastki bloku p											
Pierwiastki bloku d												Pierwiastki bloku f											
IA 1											IIA 2											VIIIA 18	
1,01 1H wodor																						4,00 2He hel	
6,94 3Li lit	9,01 4Be beryl																					20,18 10Ne neon	
22,99 11Na sód	24,30 12Mg magnez	III B 3	IV B 4	VB 5	VIB 6	VII B 7	VIII B 8	VIII B 9	VIII B 10	IB 11	IIB 12	III A 13	IV A 14	VA 15	VIA 16	VIIA 17							
39,10 19K potas	40,08 20Ca wapń	44,96 21Sc skand	47,87 22Ti tytan	50,95 23V wanad	51,99 24Cr chrom	54,94 25Mn mangan	55,84 26Fe żelazo	58,93 27Co kobalt	58,69 28Ni nikiel	63,55 29Cu miedź	65,39 30Zn cynk	69,72 31Ga gal	72,61 32Ge german	74,92 33As arsen	78,96 34Se selen	79,90 35Br brom	83,80 36Kr krypton						
85,47 37Rb rubid	87,62 38Sr stront	88,90 39Y itry	91,22 40Zr cyrkon	92,90 41Nb niob	95,94 42Mo molibden	97,90 43Tc technet	101,07 44Ru ruten	102,90 45Rh rod	106,42 46Pd pallad	107,87 47Ag srebro	112,41 48Cd kadm	114,82 49In ind	118,71 50Sn cyna	121,76 51Sb antymon	127,60 52Te tellur	126,90 53I jod	131,29 54Xe ksenon						
132,90 55Cs cez	137,33 56Ba bar	138,91 57La lantan	178,49 58Ce cer	180,95 59Pr prazeodym	183,84 60Nd neodym	186,21 61Pm promet	190,23 62Sm samar	192,22 63Eu europ	195,08 64Gd gadolin	196,97 65Tb terb	200,59 66Dy dysproz	204,38 67Ho holm	207,20 68Er erb	208,98 69Tm iterb	(208,98) 70Yb lutet	(209,99) 71Lu lutet	(222,02) 72Hf hafn						
(223,02) 87Fr frans	(226,02) 88Ra rad	(227,03) 89Ac aktyn	(261,11) 90Th tor	(263,11) 91Pa protaktyn	(265,12) 92U uran	(267,10) 93Np neptun	(269,10) 94Pu pluton	(271,10) 95Am ameryk	(272,10) 96Cm ciur	(273,10) 97Bk berkel	(274,10) 98Cf kaliforn	(289,10) 99Es einstein	(291,10) 100Fm ferm	(293,10) 101Md mendelew	(294,10) 102No nobel	(294,10) 103Lr lorens	(294,10) 104Rf ruten						

Konfiguracja elektronowa -

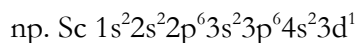
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^{10} 5f^{14}$



- Atomy pierwiastków grup głównych w miarę wzrostu ich liczb atomowych zapełniają elektronami najbardziej zewnętrzną powłokę elektronową
- Liczba elektronów na ostatniej powłoce elektronowej jest równa numerowi grupy



- Atomy pierwiastków grup pobocznych w miarę zwiększania liczb atomowych zapełniają podzewnętrzną powłokę elektronową, na zewnętrznej 1 lub 2 elektrony



- Atom każdego kolejnego pierwiastka grupy głównej zyskuje elektron na zewnętrznej powłoce
- Atom kolejnego pierwiastka grupy pobocznej zyskuje dodatkowy elektron w orbitalu d tj. na niecałkowicie zapełnionej powłoce wewnętrznej – na zewnętrznej ma 1 lub 2 elektrony (dlatego to metale)
- Atomy pierwiastków grup głównych mają tyle elektronów walencyjnych na ile wskazuje numer grupy
- W atomach pierwiastków bloku s nowy elektron zajmuje podpowłokę s należącą do powłoki o wartości głównej liczby kwantowej równej numerowi okresu

- W atomach pierwiastków bloku p nowy elektron zajmuje podpowłokę p należącą do powłoki o wartości głównej liczby kwantowej równej numerowi okresu
 - W atomach pierwiastków bloku d nowy elektron zajmuje podpowłokę d należącą do powłoki o wartości głównej liczby kwantowej o jeden mniejszej niż numer okresu
 - U pierwiastków bloku d liczba wszystkich elektronów walencyjnych równa się numerowi grupy, z tym, że są to nie tylko elektrony zewnętrznej powłoki a suma elektronów s i d powłoki przedostatniej
 - Liczba powłok wskazuje na numer okresu
 - Przynależność do bloku wskazuje na tym orbitalu walencyjnego zapełnianego u kolejnych atomów
 - Wyjątki od reguły zabudowy atomu:
 - Konfiguracja $ns^1(n-1)d^5$ jest korzystniejsza niż $ns^2(n-1)d^4$ np. Cr, Mo
 - Konfiguracja $ns^1(n-1)d^{10}$ jest korzystniejsza niż $ns^2(n-1)d^9$ np. Cu, Ag, Au
 - W przypadku degeneracji orbitalnej najniższy energetycznie jest stan o najwyższej multipletowości
- Cr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

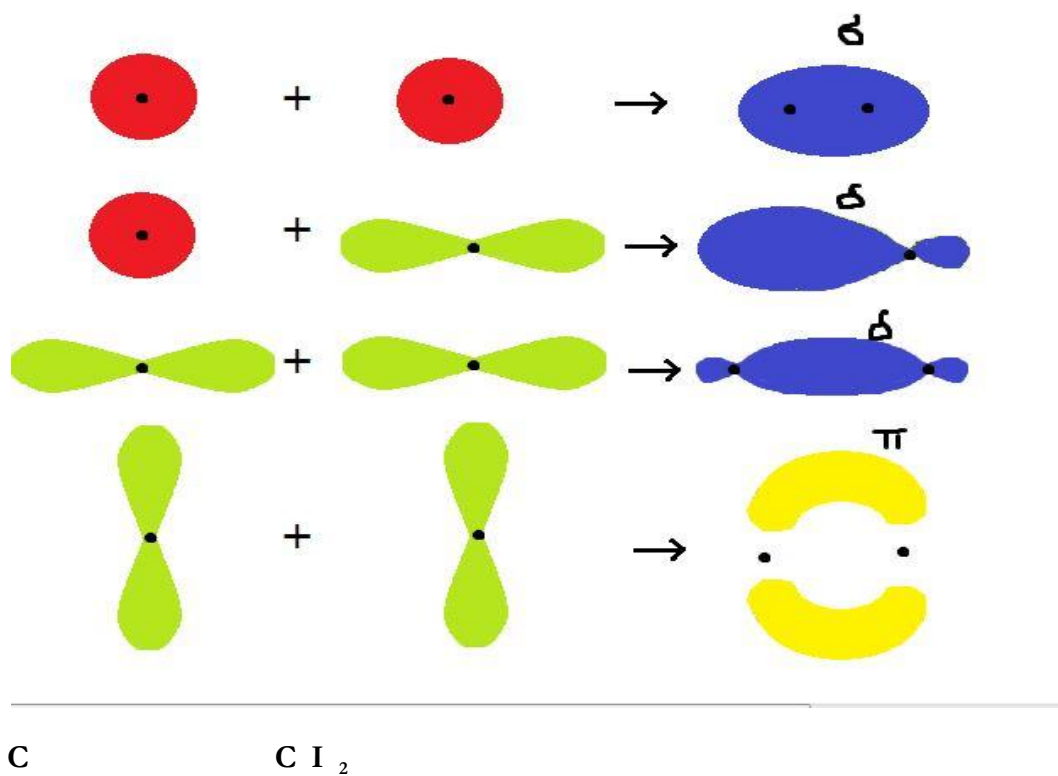


Dla chromu należałoby oczekiwać konfiguracji $4s^2 3d^4$, jednak konfiguracja z pięcioma niesparowanymi elektronami o orbitalach 3d okazuje się energetycznie bardziej korzystna i jeden z elektronów 4s przechodzi do 3d (promocja elektronowa).

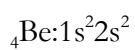
to zjawisko, które zachodzi w atomach i polega na międzypoziomym przeniesieniu elektronu na wolny orbital w celu uzyskania trwałej konfiguracji. Zjawisko to pojawia się wtedy, gdy różnica energii między wypełnianymi poziomami jest niewielka, a zyski energetyczne wynikające na przykład z większej symetrii orbitali są duże (np. Cu, Ag, Nb, Ru).

- Molekuła (cząsteczka) ma złożoną strukturę, składa się z co najmniej dwóch jąder atomowych i elektronów pozostających w sferze ich oddziaływań
- Zachowanie elektronu w cząsteczce opisuje orbital molekularny, określający prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w cząsteczce
- Otrzymywane są w wyniku dodawanie orbitali atomowych: orbital wiążący (energia niższa niż orbitale wyjściowe) i orbital niewiążący

I nazywa się wymieszanie orbitali atomowych w celu utworzenia nowych orbitali atomowych, które nazywa się orbitalami zhybrydowanymi (łac. hybrida – mieszaniec).



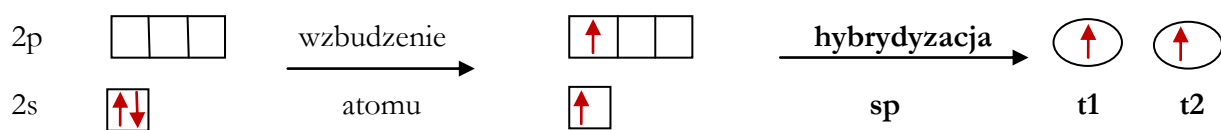
- Konfiguracja



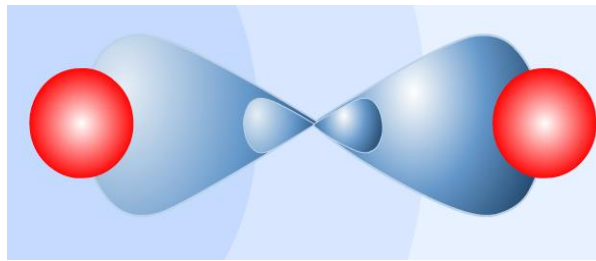
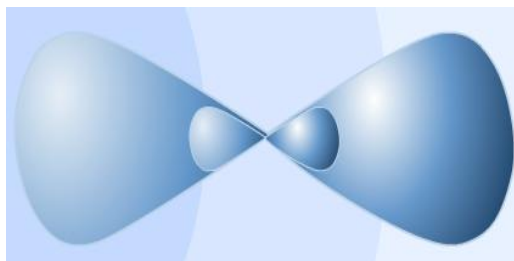
- Wzór elektronowy

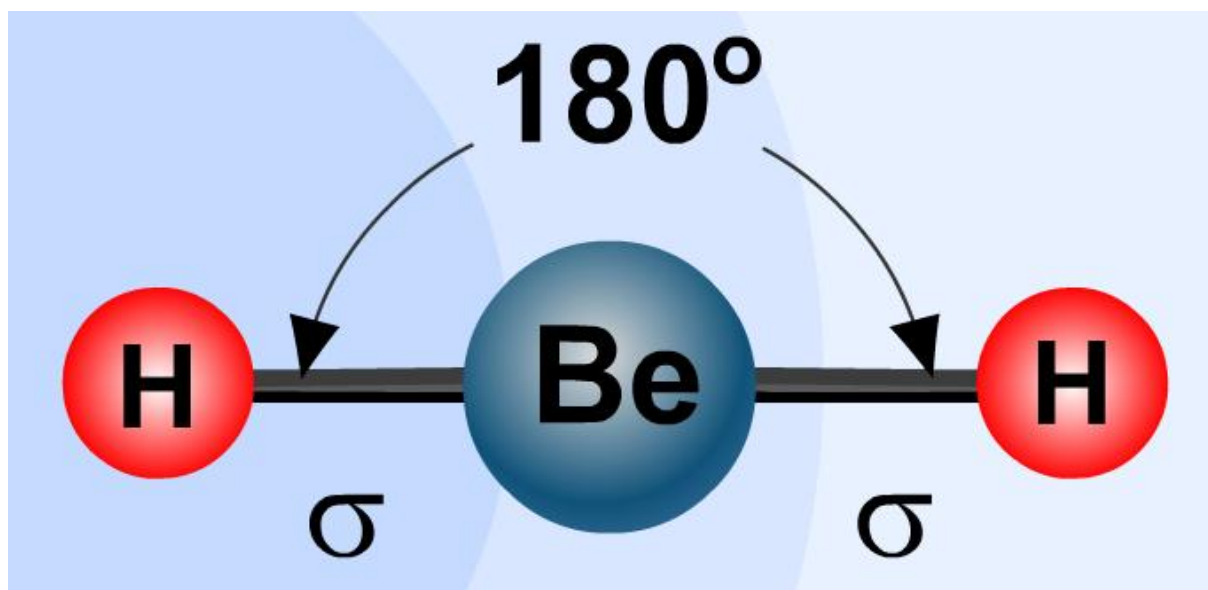


Zapis powłoki walencyjnej atomu berylu



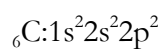
sp





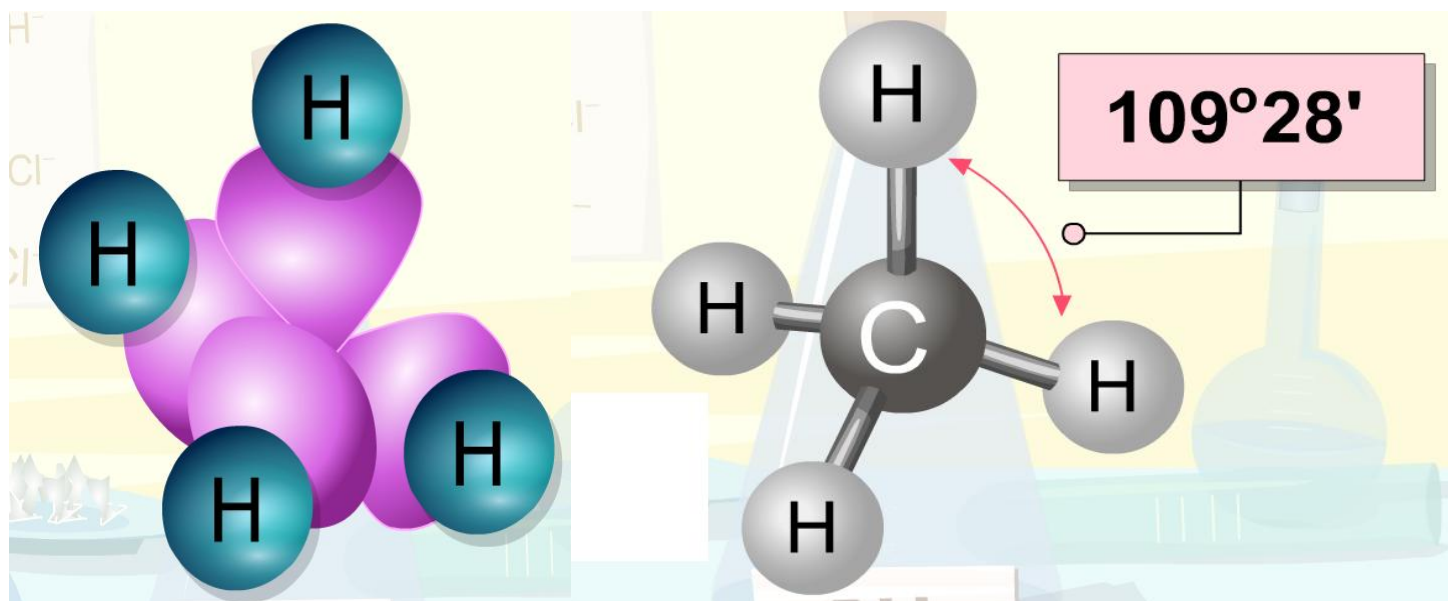
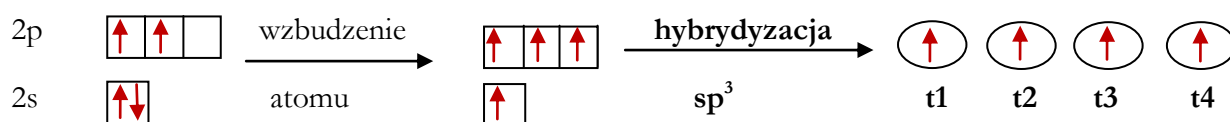
C DI_4

- Konfiguracja



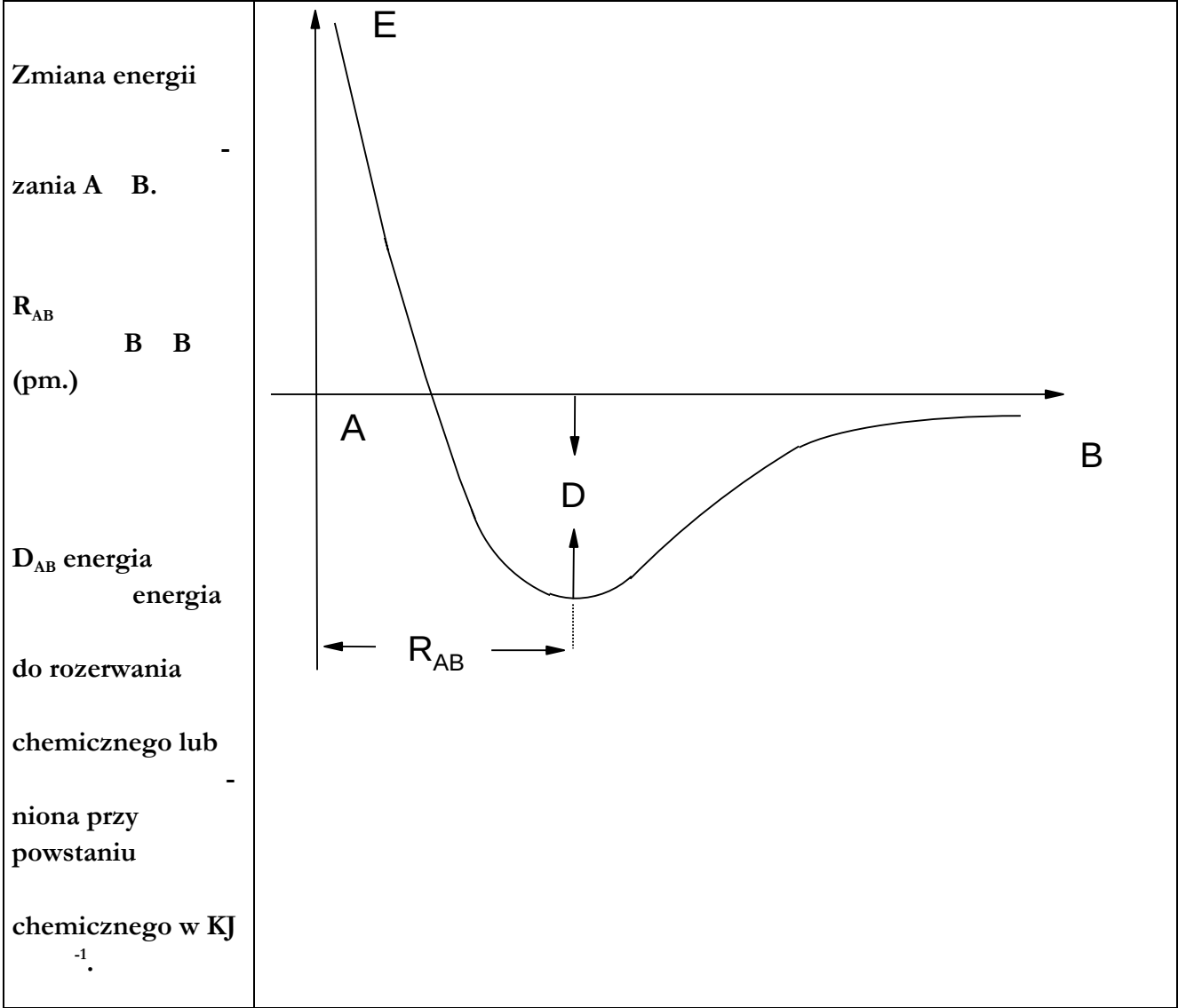
- Wzór elektronowy

Zapis powłoki walencyjnej atomu węgla





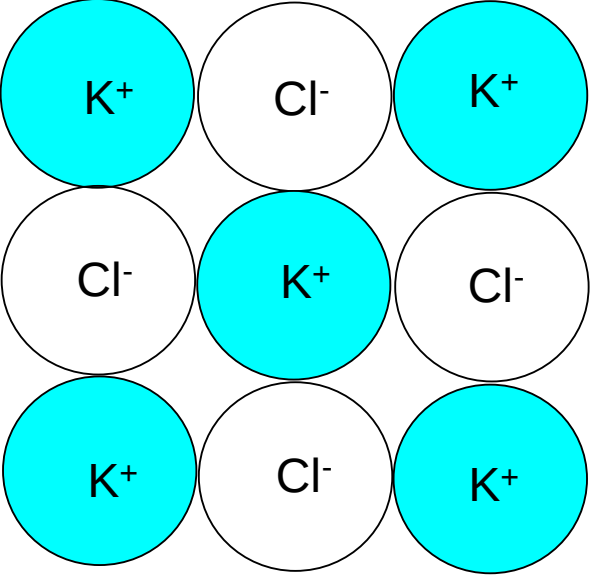
Atomy oprócz niektórych gazów szlachetnych łączą się ze sobą lub z innymi atomami. Mówimy, że istnieje między nimi wiązanie chemiczne. Wiązanie chemiczne powstaje przede wszystkim na skutek zmian położenia elektronów walencyjnych. Wiązanie chemiczne tworzy się gdy energia powstałej cząsteczki jest niższa niż suma energii atomów z których ta cząsteczka powstała, zatem gdy prowadzi to do uwolnienia energii.



WIĄZANIA MIĘDZY ATOMAMI.

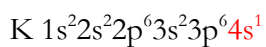
WIĄZANIE JONOWE

Wiązanie jonowe jest wynikiem przede wszystkim przyciągania się kationów i anionów. Nie ma wiązań 100 % jonowych. Zawsze jest pewien udział wiązania kowalencyjnego.

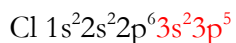
Krysztal D kowalne struktury temperatury topnienia kruche. Rozpuszczalne w wodzie przewodzą prąd elektryczny.	
---	---

Wiązanie jonowe dobrze tłumaczy właściwości związków z bloku s (litowce i berylówce – niewielka wartość elektroujemności) z niemetalami bloku p (tlenowce i fluorowce – pierwiastki silnie elektroujemne). Jony mają konfiguracje elektronowe najbliższych gazów szlachetnych.

WZORY LEWISA ATOMÓW I JONÓW.



Kation potasu $\text{K}^+ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, wzór Lewisa K^+



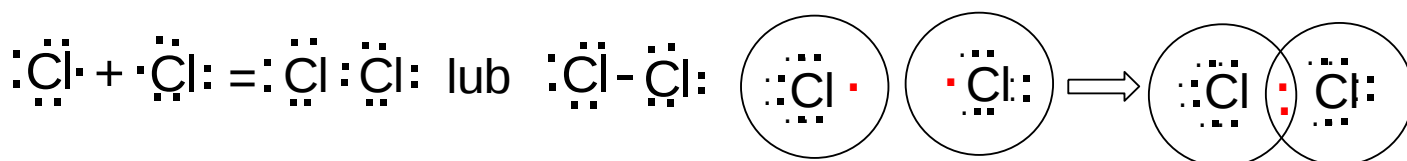
Anion chlorkowy $\text{Cl}^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, wzór Lewisa



WIĄZANIE KOWALENCYJNE

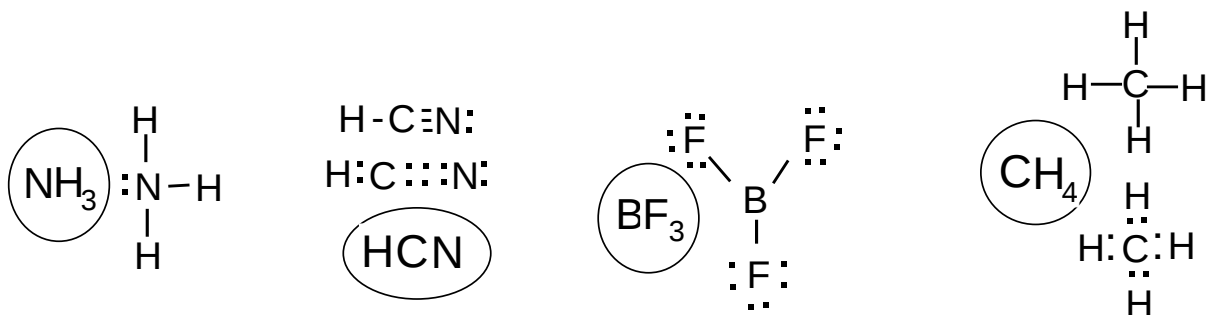
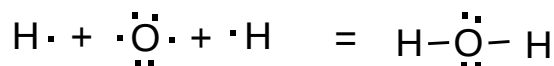
Niemetale także łączą się między sobą. H_2 , Cl_2 , S_8 , P_4 .

Atomy tworząc związki kowalencyjne łączą się przez uwspólnienie par elektronowych aby uzyskać konfiguracje elektronowe gazów szlachetnych. Atomy dążą do skompletowania oktetów przez uwspólnienie par elektronowych.



Wartościowość (walencyjność) jest to liczba wiązań kowalencyjnych które może stworzyć atom danego pierwiastka.

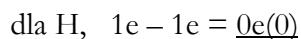
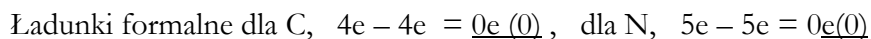
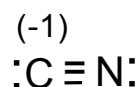
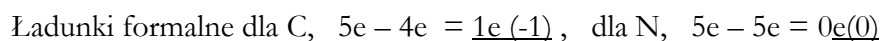
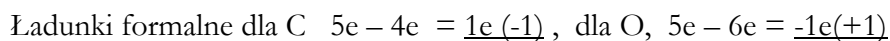
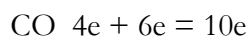
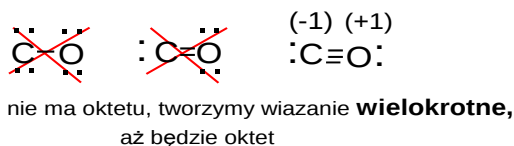
WZORY LEWISA CZĄSTECZEK KOWALENCYJNYCH



1. W cząsteczce z reguły atom **najmniej elektroujemny** jest atomem **centralnym**.
2. Atom wodoru tworzy tylko wiązania pojedyncze.
3. Terminalne fluorowce tworzą tylko wiązania pojedyncze.
4. W kwasach tlenowych atomy wodoru są połączone z atomami tlenu, a te z kolei z atomem centralnym.
5. Najbardziej trwale z kilku możliwych struktur są te, w których ładunki formalne są najbardziej zbliżone do 0, gdyż to oznacza, że niezbyt zmienił się rozkład elektronów w porównaniu do wolnych atomów. Ładunki formalne to nie są stopnie utlenienia.
6. Atomy centralne z drugiego okresu dążą do stworzenia konfiguracji oktetu. **Nie ma rozszerzenia oktetu.**

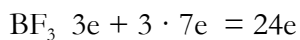
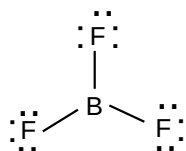
7. Dla atomów centralnych z 13 grupy układu okresowego, często niemożliwe jest utworzenie oktetu. Powstałe związki posiadają tzw. luki elektronowe. Są to kwasy Lewisa. Podobnie związki BeX_2 .
8. Atomy centralne trzeciego i dalszych okresów mogą otoczenie atomu centralnego rozszerzać poza oktet. Orbitale d mogą brać udział w tworzeniu wiązań chemicznych.

Przykłady.



KWASY I ZASADY LEWISA

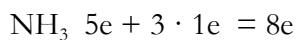
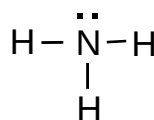
Dla niektórych monomerycznych związków boru, glinu i berylu nie możemy utworzyć oktetu elektronów.



luka elektronowa

Kwas Lewisa jest

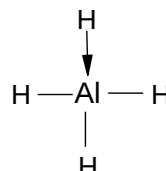
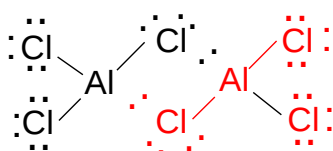
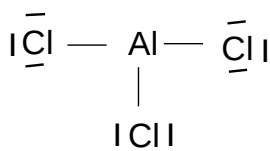
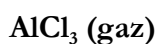
akceptorem pary elektronowej.



wolna para elektronowa

Zasada Lewisa jest donorem

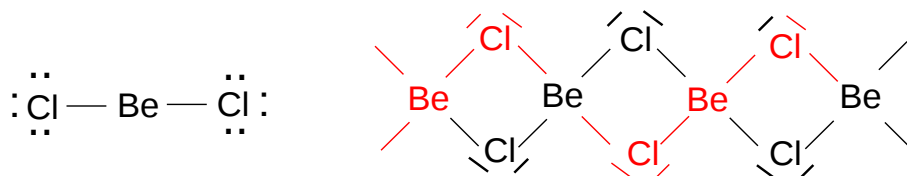
pary elektronowej



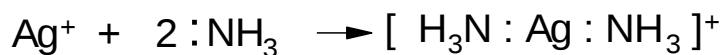
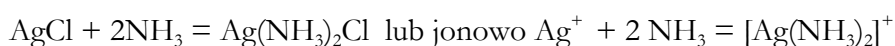
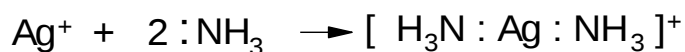
BeCl₂ (gaz)

(BeCl₂)_n

27



Kationy lub metale bloku d są często efektywnymi kwasami Lewisa.

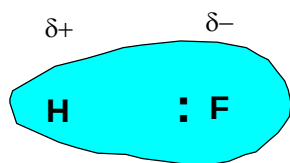


Kationy metali bloku p są często efektywnymi kwasami Lewisa.

WIĄZANIE KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE

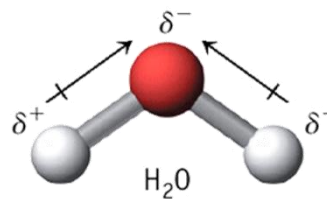
Jest to wiązanie kowalencyjne między pierwiastkami o różnej elektroujemności. Wytwarzają się cząstkowe ładunki elektryczne. Substancja posiada moment dipolowy $\mu = \delta \cdot r$

r – odległość między środkami ładunków cząstkowych.



Jednostka w układzie SI = C · m

debaj 1 D = 3,336 · 10⁻³⁰ C · m

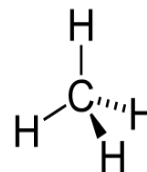


$$\mu_{\text{H}_2\text{O}} = 1,85D$$

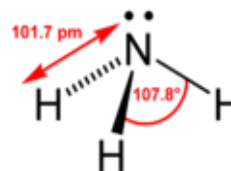
Moment dipolowy –wektor skierowany od ładunku ujemnego do dodatniego. Dodaje się jak wektory. Ładunek cząstkowy jest mniejszy od ładunku jednego elektronu, zatem nie można traktować wiązania spolaryzowanego jako pary jonów.

Wiązanie chemiczne jest tym bardziej spolaryzowane im większa jest różnica elektroujemności tworzących go atomów.

Stopień polaryzacji wiązania C-H jest niewielki, gdyż różnica elektroujemności wynosi zaledwie $\Delta x = 0,4$. Częsteczka metanu nie wykazuje momentu dipolowego ze względu na swą budowę symetryczną, gdyż momenty dipolowe między atomami węgla i atomami wodoru jako przeciwne znoszą się.



Z powodu stosunkowo znacznej różnicy elektroujemności między atomem azotu i wodoru – $\Delta x = 0,84$ oraz asymetrycznej budowie, częsteczka amoniaku ma dość duży moment dipolowy ($\mu = 1,46 D$).



Natomiast w częsteczce chlorowodoru wspólna para elektronowa jest silniej przyciągana przez atom chloru niż przez atom wodoru, jest więc przesunięta w kierunku atomu chloru. Różnica elektroujemności $\Delta x = 0,9$ Moment dipolowy częsteczki $\mu = 1,02 D$

WIĄZANIE KOORDYNACYJNE - donorowo- akceptorowe

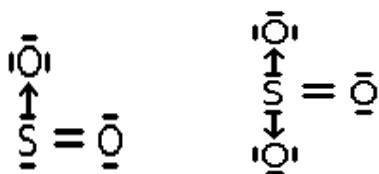
jonu.

E

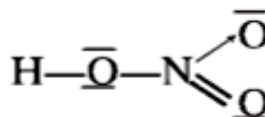
C

Donorem zwykle jest niemetal, stanowiący część częsteczki zdolnej do samodzielnego istnienia.

Wiązanie koordynacyjne symbolizujemy jako $\rightarrow$ (od donora do akceptora)

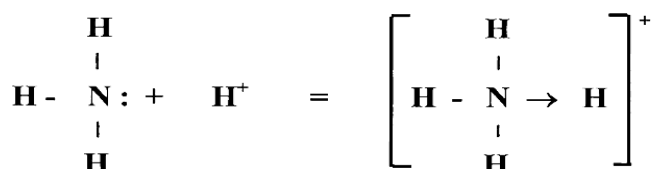


Tlenek siarki(IV) oraz tlenek siarki(VI)

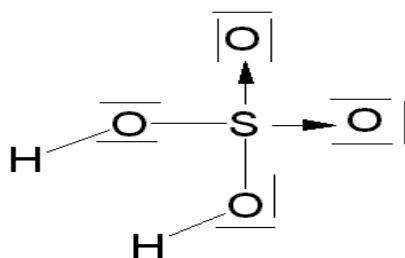


Kwas azotowy(V)

Kation amonowy NH_4^+



Donorem jest atom azotu a akceptorem kation wodorowy.



Kwas siarkowy(VI)

WIAZANIE WODOROWE

Wiązania wodorowe to szczególny przypadek wiązań typu donorowo akceptorowego. Częsteczki zdolne do tworzenia wiązań wodorowych wykazują obecność wiązania Y-H, gdzie Y to atom silnie elektroujemny posiadający wolną parę elektronową (donor) np. N, O, S, F.

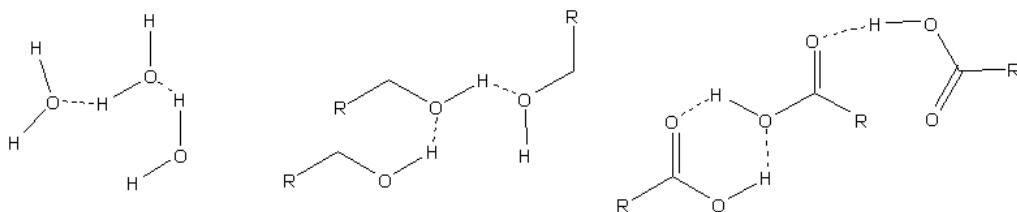
Ponieważ wiązanie Y-H jest spolaryzowane w stronę bardziej elektroujemnego pierwiastka na stepuje wytworzenie ładunku cząstkowego dodatniego na atomie wodoru oraz ujemnego na atomie posiadającym wolną parę elektronową. Powstałe ładunki cząstkowe oddziałują ze sobą tworząc wiązanie wodorowe. Wiązanie wodorowe może powstać wskutek oddziaływań atomów w jednej cząsteczce- wiązanie wodorowe wewnątrzcząsteczkowe lub pomiędzy dwoma różnymi cząsteczkami (wiązanie wodorowe międzycząsteczkowe).

Wiązania wodorowe mają duży wpływ na właściwości fizykochemiczne substancji, jest odpowiedzialne za tworzenie struktur asocjacyjnych, wody alkoholi czy kwasów karboksylowych co skutuje zmianą temperatury wrzenia i krzepnięcia ponieważ cząsteczki ze sobą dodatkowo oddziałują potrzebna jest większa energia więc temperatura wrzenia asocjującej wody to 100°C natomiast nieasocjującego H₂S to tylko -61°C.

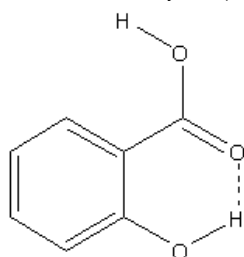
Najważniejsze jednak dla biochemii człowieka jest tworzenie wiązań wodorowych w białkach. Komplementarność zasad azotowych opiera się na tworzeniu wiązań wodorowych C=O-----H-N w guaninie-cytozynie powstają 3 takie wiązania a w parze adeina-tymina powstają 2 wiązania wodorowe.

Przykłady

a) międzycząsteczkowych wiązań wodorowych (woda, alkohole, kwasy karboksylowe)

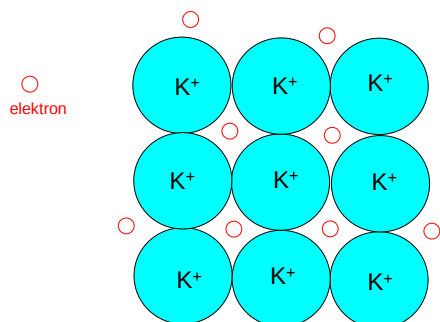


b) wewnątrzcząsteczkowych (kwas salicylowy)



WIĄZANIE METALICZNE

Kryształy metali zbudowane są z jonów metali w sposób uporządkowany umieszczonych w przestrzeni oraz z bezładnie między nimi poruszających się elektronów. Jest to wszystko w równowadze.



Morze elektronów nadaje dobre
przewodnictwo elektryczne i
połysk metaliczny.

Układ okresowy, wiązania chemiczne

1. Uzupełnij zdania:
Wiązanie chemiczne powstałe na skutek delokalizacji elektronów między atomami tego samego lub różnych metali
nosi nazwę wiązania

Atom lub grupa atomów obdarzona ładunkiem nosi nazwę

Promień atomu jest zawsze od promienia jego kationu.

Wiązanie powstałe między atomami tego samego niemetalu na drodze utworzenia
..... nosi nazwę wiązania kowalencyjnego
niespolaryzowanego.

Elektroujemnością nazywamy zdolność atomów pierwiastka do

2. Przedstaw mechanizm powstawania wiązań chemicznych oraz kreskowe wzory elektronowe następujących
substancji:
a) HBr

b) KCl

c) NH₃

d) N₂

e) CaO

3. Uszereguj podane niżej tlenki wg wzrostu charakteru jonowego wiązań:

Al₂O₃, CaO, MgO, Cs₂O

.....

4. Podaj kierunek wzrostu aktywności chemicznej niemetali w grupie i okresie.

.....

5. Podaj wzory jonów prostych jakie tworzą atomy podanych pierwiastków:

Na: S: Sr: F:

Z konfiguracją elektronową których helowców są one identyczne?

6. Podaj różnicę elektroujemności oraz rodzaje wiązań chemicznych na podstawie skali elektroujemności Paulinga:

CO₂

Rb₂S

O₂

P₄

7. Zapisz pełną podpowłokową konfigurację elektronową następujących atomów i jonów:

a) P

b) Ca²⁺

c) Cl⁻

8. Na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym można podać niektóre jego właściwości. Podkreśl właściwe stwierdzenia jakimi można scharakteryzować **bar**.

metal, półmetal, niemetal

gaz, ciecz, ciało stałe

właściwości kwasowe, właściwości zasadowe

aktywny chemicznie, nieaktywny chemicznie

9. Podaj symbol pierwiastka, który:

a) jest metalem, tworzy wodorek typu EH₂, jego atom ma **2 powłoki elektronowe**, jest pierwiastkiem **bloku s**,
.....

b) jest niemetalem, tworzy tlenek typu EO₃, jego atom ma **3 powłoki elektronowe**, jest pierwiastkiem **bloku p**.
.....

10. Dla **strontu** i **jodu** podaj: postać jonu prostego, liczbę protonów i elektronów w jonie prostym oraz liczbę elektronów walencyjnych atomu.

stront

jod

postać jonu prostego:

postać jonu prostego:

liczba protonów w jonie:

liczba protonów w jonie:

liczba elektronów w jonie:

liczba elektronów w jonie:

liczba elektr. wal. atomu:

liczba elektr. wal. atomu:

11. Podaj liczbę protonów, neutronów i elektronów w następujących atomach i jonach:

a) $^{60}\text{Ni}^0$ $p^+ =$, $n^0 =$, $e^- =$

b) $^{71}\text{Ga}^{3+}$ $p^+ =$, $n^0 =$, $e^- =$

c) $^{80}\text{Se}^{2-}$ $p^+ =$, $n^0 =$, $e^- =$

12. Na podstawie znajomości wiązania chemicznego można określić niektóre właściwości substancji. Podkreśl właściwe stwierdzenia, jakimi można scharakteryzować bromek sodu:

rozpuszczalny w rozpuszczalnikach: apolarnych, polarnych

temperatura topnienia: wysoka, niska

temperatura wrzenia: wysoka, niska

nie przewodzi, przewodzi

13. Jakie jony budują sieci krystaliczne następujących substancji?

MgO; K₂S; CuF₂

14. Podaj wzory substancji, których sieci krystaliczne tworzą następujące jony:

Al³⁺, Cl⁻

Ni²⁺, O²⁻

K^+ , H^-

Sr^{2+} , H^-

15. Uszereguj podane substancje wg wzrostu polaryzacji wiązań:

CCl_4 , PCl_3 , H_2O , NH_3

.....

16. Obecność wiązań wodorowych powoduje anomalny wzrost temperatur topnienia i wrzenia substancji w wyniku asocjacji cząsteczek. Podaj schematyczny rysunek asocjacji trzech cząsteczek wody.

17. Na podstawie położenia **chloru** w układzie okresowym podaj wzór tlenku o maksymalnej wartościowości chloru oraz wzór wodoroku.

wzór tlenku: wzór wodoroku: